

CONSTITUIÇÃO DO ÁTOMO

TEORIA ATÔMICA

- Demócrito e Leucipo A matéria é constituída por partícula indivisível ← **átomos**

- Dalton → observações experimentais sem resposta (mudança de estados físicos, ...)

MOVIMENTO BROWNIANO

↳ estudado por Einstein

- partículas em suspensão na água movem-se devido à agitação de átomos e moléculas, colidindo e empurrando essas partículas em suspensão, provocando movimentos aleatórios.

TODA A MATÉRIA É CONSTITUÍDA POR ÁTOMOS.

→ Átomos são divisíveis

```

    /   \
  elétrons  nêutrons  prótons
  
```

átomos

→ eletricamente neutros → $n^{\circ} \text{prótons} = n^{\circ} \text{elétrons}$

- prótons → partículas subatômicas de carga positiva
 - nêutrons → partículas subatômicas sem carga elétrica
 - elétrons → partículas subatômicas de carga negativa
- ↳ nucleões: **múcleos**
- ↳ **nuvem eletrônica**

ELEMENTO QUÍMICO:

$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$ representado por um símbolo químico

Z - n° atômico: n° de prótons
↳ nunca varia!! n° de elétrons (eletricamente neutro)

A - n° de massa: n° de nucleões
prótons + nêutrons

$$A = p^{\circ} + n^{\circ}, \text{ então } A = Z + n^{\circ} \Leftrightarrow n^{\circ} = A - Z$$

exemplo: $^{35}_{17}\text{Cl}$ • $p^{\circ} = 17$ • $n^{\circ} = 35 - 17 = 18$ • $e^{-} = 17$

• carga nuclear = +17 • carga da nuvem eletrônica = -17

NUVEM ELETRÔNICA

define o **TAMANHO** do átomo

NÚCLEO

define a **MASSA** do átomo

- elétrons organizam-se em redor do núcleo (nucleões), como uma nuvem
- quanto mais próximo do núcleo, maior a probabilidade de se encontrar elétrons

MODELO DA NUVEM ELETRÔNICA

Os prótons e os nêutrons não são indivisíveis! Os **quarks** são as partículas que os compõem.

ISÓTOPOS

isótopos

- mesmo elemento químico (símbolo químico), logo mesmo número atômico (Z)
- nº de massa diferentes, logo diferente nº de nêutrons (A)

MACCA
ATÔMICA RELATIVA

- nº de vezes que a massa de um átomo é maior que a unidade de massa
- representa-se por $A_r(X)$

$\frac{1}{12}$ da massa do átomo de Carbono-12

$$A_r(E) = \frac{A_{r1} \times X_1}{100} + \frac{A_{r2} \times X_2}{100} \dots$$

↑ ↑
massa isotópica abundância
relativa relativa

MASSA ISOTÓPICA

massa atômica de um átomo de um isótopo de um elemento químico

• **NOTA:**

A massa atômica relativa vai ter um valor mais próximo da massa do isótopo mais abundante.

MACCA
MOLECULAR RELATIVA

Soma das massas atômicas relativas dos átomos que compõem a molécula

ordens de GRANDEZA

→ potência de base 10 mais próxima do número $X \times 10^n$ ← notação científica

- exemplos:
- $3,2 \times 10^5 \Rightarrow 10^5$
 - $5,4 \times 10^7 \Rightarrow 10^8$
 - $6,1 \times 10^{-9} \Rightarrow 10^{-8}$

• **NOTA:**

Se o número tiver unidades, a ordem de grandeza também.

- $1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$ — mili
- $1 \text{ } \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$ — micro
- $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ — nano
- $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ — pico

prefixos só podem ser usados na Unidade SI!

- $1 \text{ km} = 1 \times 10^3 \text{ m}$
- $1 \text{ Mm} = 1 \times 10^6 \text{ m}$

MOLE

- quantidade de matéria
- unidade do SI (mol)
- representa-se por n

Nº de Avogadro - N_A

quantidade de 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$

$$N = n \times N_A$$

nº de partículas

massa de 1 substância

$$m = n \times M$$

$A_r(E)$ massa de 1 mol.
 $M_r(E)$ de uma substância
 $M \rightarrow \text{g mol}^{-1}$

MACCA
MOLAR

• NOTA:

A massa atômica relativa (A_r)
e a massa molecular relativa (M_r)
são grandezas
adimensionais
(sem unidades).

FRACÇÃO
MOLAR
K/10/10

$$X_i = \frac{m_i}{m_{total}}$$

$$X_1 + X_2 + X_3 = 1$$

$$m_1 + m_2 + m_3 = m_{total}$$

grandezas adimensionais → não tem unidades

NOTA:

Densidade

$$\rho \rightarrow g/cm^3$$

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho \times V$$

(p. 19)

$$w_i = \frac{m_i}{m_{total}}$$

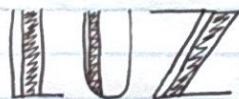
$$w_1 + w_2 + w_3 = 1$$

$$m_1 + m_2 + m_3 = m_{total}$$

grandezas adimensionais → não tem unidades

FRACÇÃO
MÁSSICA
K/10/10

ESPECTROS eletromagnéticos



— não precisam de um meio para se propagar

— RADIAÇÕES ELETROMAGNÉTICAS

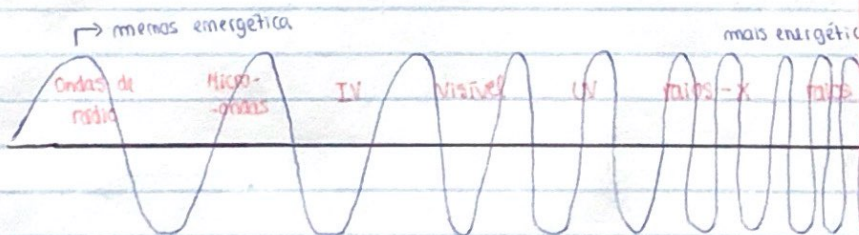
velocidade da luz no vácuo

propagam-se através de **ONDAS ELETROMAGNÉTICAS** $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

direção da perturbação é
perpendicular à direção da
propagação

→ **ONDAS TRANSVERSAIS**

Espectro eletromagnético: conjunto de todas as radiações eletromagnéticas



NOTA:
frequência aumenta
↓
comprimento de onda diminui
Logo, a frequência é inversamente proporcional ao comprimento de onda.
 $f = \frac{1}{T}$
Quanto maior a frequência, maior a energia.

luz visível

vermelho - menor energia
laranja
amarelo
verde
azul
anil
violeta - maior energia

T - período: tempo que decorre entre 2 pontos na mesma fase de vibração (cristas, vales, etc.)

f - frequência: nº de vibrações por segundo (Hz)

λ - comprimento de onda: distância entre 2 pontos na mesma fase de vibração (m)

$$T = \frac{1}{f} \Leftrightarrow f = \frac{1}{T}$$

$$c = \lambda \times f \Leftrightarrow \lambda = \frac{c}{f}$$

Planck

↳ constante:

$$h = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

TEORIA CORPUSCULAR DA LUZ

A luz é composta por partículas com uma certa energia. - **FOTÕES**

$$E_{\text{fotão}} = h \times f$$

$$E_{\text{radiação}} = N \cdot h \cdot f$$

NOTA:

Uma radiação eletromagnética com uma frequência bem definida corresponde a uma energia bem definida.

A luz branca emitida pelo sol é uma luz **policromática** - constituída por várias radiações monocromáticas. Mas como no vácuo elas todas se propagam à mesma velocidade, elas não se conseguem distinguir, formando o seu conjunto, a luz branca.

Ao atravessar o prisma de vidro as diferentes radiações propagam-se a diferentes velocidades, separando-se umas das outras. A que sofre ~~mais~~ ^{maior} desvio é a **violeta** e a que sofre ~~menos~~ ^{menor} desvio é a **vermelha**.

ESPECTRO

↳ conjunto de todas as radiações de diferentes frequências que compõem uma dada radiação policromática

ESPECTOSCÓPIO: instrumento que permite visualizar os espectros

DE ESPECTRO

CONTÍNUOS

↳ frequências seguem-se umas às outras, sem interrupções

↳ exemplos: corpos incandescentes (sol.), lâmpada incandescente, metal ao rubro

de emissão

↳ resultam da emissão de radiação por um dado corpo

DESCONTÍNUOS

de emissão

↳ conjunto de riscas coloridas sobre um fundo preto

de absorção

↳ conjunto de riscas pretas sobre um fundo colorido

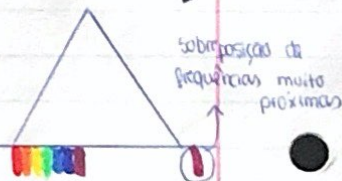
NOTA:

Os **espectros atômicos** são espectros descontínuos que caracterizam um elemento químico, apresentando riscas com frequências bem definidas.

RISCAS DE

fraunhofer

Apesar do espectro do Sol ser um **espectro contínuo**, foi possível observar **linhas escuras** de absorção. Isto porque, essas frequências específicas são **absorvidas** por elementos químicos presentes na **atmosfera solar**.



ELETRÔES

elétrões

ESPECTROS DESCONTÍNUOS → emitem radiação de energia muito específicas
 ↳ átomos
 energia dos átomos está quantizada

MODELO de Bohr

- ↳ O elétron só pode existir em estados de energia bem definidos, a que correspondem valores específicos níveis de energia quantizados.
- o estado de menor energia é o fundamental e os outros são excitados
- ↳ os elétrons descrevem órbitas definidas, a que correspondem determinados níveis de energia
 ↳ conjunto descontínuo de órbitas

• **NOTA:**
 A energia de um elétron é sempre negativa!

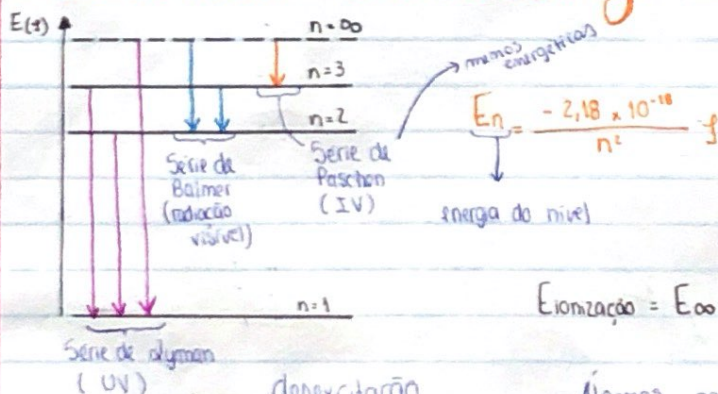


$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}$$

- ↳ positivo: **ABSORÇÃO DE RADIAÇÃO**
- ↳ negativo: **EMIÇÃO DE RADIAÇÃO**

• **NOTA:**
 Para as radiações serem emitidas ou absorvidas, as energias têm de ser exatamente iguais a ΔE .

átomo de hidrogénio



$$|\Delta E| = E_{\text{radiação}}$$

$$f = \frac{|\Delta E|}{h}$$

$$E_{\text{ionização}} = E_{\infty} - E_1$$

Série de Lyman (UV)

desexcitação
espectro de emissão

átomos emitem energia

Átomos polieletrônicos

↳ têm mais do que 1 elétron

DISTRIBUIÇÃO dos elétrons nos átomos

ENERGIA DE REMOÇÃO → energia necessária fornecida a um átomo para remover um dos seus elétrons

mais elevadas
mais próximas
do núcleo
(> força de atração)

mais baixas
mais afastadas
do núcleo
elétrons de valência

modulo da energia do elétron no átomo

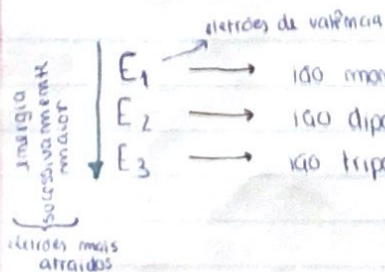
$$E_{rem} = E_{\infty} - E_n \quad E_{\infty} = 0$$

$$E_{rem} + E_{\text{átomo}} = 0 \Leftrightarrow E_{\text{átomo}} = -E_{rem}$$

↓
mais elevada é
a do estado
fundamental (n=1)

• Os elétrons de um átomo distribuem-se em níveis e subníveis de energia diferentes → diferentes para os elementos químicos

ENERGIA DE IONIZAÇÃO → energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo (no seu estado fundamental)



↑ elétrons de valência
↓
íon monopositivo
íon dipositivo
íon tripositivo

menor
energia no
átomo
↓
mais próximo
do núcleo

⇒ maior energia
de
ionização

- * mais próximo do núcleo *
- menor nível de energia
- maior energia de remoção
- maior energia de ionização

• NOTA:

O nível de energia mais elevado é aquele cujo elétron é mais fácil de remover ($E_{\text{íoniz}} = -E_{\text{rem}}$).

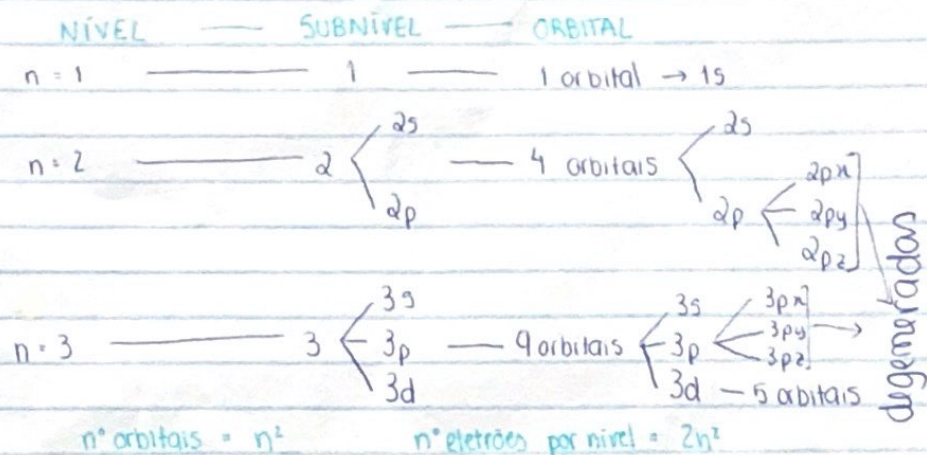
MODELO quântico

ORBITAL → região no espaço onde há maior probabilidade de se encontrar um elétron com uma dada energia

- ↳ nº quântico principal (n)
- ↳ distribuição de probabilidade do elétron no espaço

TIPOS DE orbitais

- Tipo s: forma esférica, densidade igual em todas as direções - 2 e⁻
 - Tipo p: forma lobular, 3 orbitais possíveis ($m \geq 2$) - 6 e⁻
 - Tipo d: 5 orbitais possíveis ($m \geq 3$) - 10 e⁻
- valores diferenciados de energia



Spin do elétron

Ambos os elétrons numa orbital têm de estar a rodar sob si mesmos em direções opostas.

Spins contrários



PRINCÍPIOS:

Princípio da energia mínima

Os elétrons ocupam, sempre que possível, as orbitais de menor energia.

Princípio da exclusão de Pauli

Cada orbital pode ter, no máximo, dois elétrons, com spins opostos.

Princípio / Regra de Hund

As orbitais com a mesma energia devem ser primeiro preenchidas com elétrons do mesmo spin e só depois com elétrons emparelhados.

→ permitir que as repulsões entre elétrons do mesmo subnível sejam menores

DIAGRAMA DE PAULING

(de construção)

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d$$

TABELA periódica

Evolução histórica

- Lei das tríades — Johann Dobereiner
- Lei das oitavas — John Newlands
- Lei periódica — Lothar Meyer e Dimitri Mendeleev
- N° atômico — Moseley

ESTRUTURA

elementos químicos

- ordem crescente do n° atômico
- dezto grupos: • 1 - metais alcalinos; • 2 - metais alcalinoterrázeos
- sete períodos } • 17 - halogênios; • 18 - gases raros/nobres

PERÍODO

- ↳ linhas horizontais
- ↳ sete períodos
- ↳ em n° ordinal
- n° de níveis de energia ocupados

GRUPO

- ↳ linhas verticais
- ↳ dezto grupos (1 → 18)
- n° de elétrons de valência = algarismo das unidades

BLOCOS

- ↳ elétrons de valência na

• orbital s

↳ grupos 1 e 2

• orbital p

↳ grupos 13 a 18

• orbital d

↳ grupos 3 a 12

elementos representativos

metais de transição

• orbital f

↳ elementos separados

metais de transição interna

Os elementos químicos podem ser classificados quanto:

- às suas propriedades físicas e químicas: metais, semi-metais e não-metais,
- à sua localização na TP: elementos representativos (grupos 1, 2 e 13 a 18), metais de transição (grupos 3 a 12) e metais de transição interna (conjunto dos elementos separados → lanthanídeos e actinídeos).

ELEMENTOS representativos

Propriedades dos átomos do elemento

- número atômico
- massa atômica relativa
- configuração eletrônica
- energia de ionização
- raio atômico

Propriedades das substâncias elementares

- densidade (massa volumica)
- ponto de fusão
- ponto de ebulição

RAIO ATÔMICO

→ metade da distância mínima entre os núcleos de 2 átomos vizinhos

• aumenta ao longo de um grupo

mais níveis de energia implica que os elétrons de valência ocupem níveis superiores, e por isso estejam mais afastados do núcleo

+ níveis de energia (n)
→ elétrons de valência em n superiores
→ maior afastamento

• diminui ao longo de um período

nº atômico aumenta, e por isso elétrons adicionais ocupam o mesmo nível de energia; núcleo fica com mais prótons, logo há uma maior carga nuclear, maior atração desses elétrons pelo núcleo (sobrepõe à repulsão dos elétrons), a nuvem eletrônica sofre contração

> Z → núcleo d/ + prótons
→ carga nuclear
→ > atração dos elétrons pelo núcleo
→ contração da nuvem eletrônica

ENERGIA DE IONIZAÇÃO

→ medida indireta da força de atração exercida por um núcleo sobre um elétron

• diminui ao longo de um grupo

aumento do nível de energia das orbitais de valência; mais afastados do núcleo, menos atraídos, logo mais fáceis de remover

> nível n → > afastamento
→ < atração
→ + fáceis de remover

• aumenta ao longo de um período

aumento da carga nuclear; maior atração, logo mais difíceis de remover

> carga nuclear → > atração
→ + difíceis de remover

Íons

→ unidades estruturais com carga elétrica, cuja formação resulta da perda ou ganho de elétrons por parte de alguns átomos, para adquirirem maior estabilidade

“modelo de estabilidade” → grupo 18 (gases nobres)
último nível de energia preenchido

• grupo 1 → tendem a formar íons monopositivos (X^+)

• grupo 2 → tendem a formar íons dipositivos (X^{2+})

• grupo 16 → tendem a formar íons dimnegativos (X^{2-})

• grupo 17 → tendem a formar íons mononegativos (X^-)

> **catiões**
(perda de elétrons)

> **aniões**
(ganho de elétrons)

medida do raio de um íon ←

RAIO IÔNICO

aniões
íons negativos

→ maior raio do que os átomos de que resultam

↳ mesma carga nuclear, atraem mais elétrons

(aumento da repulsão eletrônica), expansão da nuvem eletrônica

catiões
íons positivos

→ menor raio do que os átomos de que resultam

↳ mesma carga nuclear, atraem menos elétrons

(diminuição da repulsão eletrônica), contração da nuvem eletrônica

Partículas isoeletrônicas → mesmo número de elétrons

• tamanho determinado pela carga nuclear (Z)

maior carga nuclear (Z)

menor raio

maior atração exercida
pelos elétrons
núcleos

exemplo: $_{13}\text{Al}$, $_{11}\text{Na}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{9}\text{F}$

Al^{3+} Na^+ Mg^{2+} F^-

10 elétrons

ordem crescente: $_{13}\text{Al}^{3+} < _{12}\text{Mg}^{2+} < _{11}\text{Na}^+ < _{9}\text{F}^-$

LIGAÇÕES químicas

Objetivo: adquirir maior estabilidade

A energia total de uma molécula é inferior à energia dos átomos que a compõem quando estão separados.

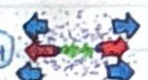
NOTA:

Princípio fundamental da Natureza: um sistema tende sempre a reduzir a sua energia, para alcançar maior estabilidade.

①  Quando dois átomos estão muito afastados um do outro, não interagem entre si e a energia do sistema tende para 0.

②  À medida que se aproximam, cada núcleo começa a atrair o elétron do outro átomo. Também há forças de repulsão (entre núcleos e elétrons) mas são fracas. A energia vai diminuindo, tomando valores mais negativos.

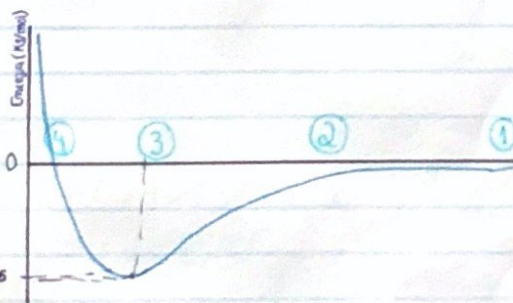
③  Os núcleos atingem uma distância mínima (energia mínima), onde há um estado de máxima estabilidade. As nuvens eletrônicas de cada átomo misturam-se e forma-se a molécula.

④  Se aproximássemos ainda mais os núcleos, as forças de repulsão (entre núcleos e elétrons) seriam mais intensas e a energia aumentava.

→ sistema instável

NOTA: Quanto maior a energia envolvida / libertada, mais estável é a ligação que se forma.

energia libertada ← sinal (-)



NOTA:

A energia de ligação e a energia de dissociação são simétricas.
Exemplo:
 $2H + H \rightarrow H_2 + 436 \text{ kJ/mol}$
 $H_2 + 436 \text{ kJ/mol} \rightarrow 2H + H$

COMPRIMENTO DE ligação

→ distância média de equilíbrio a que os núcleos estão quando a molécula se forma

energia mínima correspondente à formação da molécula (energia libertada)

ENERGIA de ligação

(+) ENERGIA de dissociação

→ energia necessária para quebrar a ligação (separar)

NOTA: Ver página 62 - 63 para mais detalhes sobre a formação de ligações químicas.

TIPOS DE ligações químicas

① **IÓNICA** → estabelece-se entre metais e não metais
↳ Transferência de elétrons

② **COVALENTE** → estabelece-se entre não metais
↳ Partilha de elétrons

③ **METÁLICA** → estabelece-se entre metais
↳ "Mar de elétrons livres"

NOTA:
São os elétrons
de valência que
determinam a
ligação química.

① **iónica**: os elementos metálicos, pertencendo aos grupos 1, 2 e 13, têm tendência a ceder elétrons aos elementos não metálicos, formando compostos iônicos.

ex.: sais, ... (NaF)
 $\text{Na}^+ \text{---} \text{F}^-$ positivo sempre!

② **covalente**: tentando seguir a Regra do Octeto, de forma a adquirir a configuração de gás nobre, rodeado por 8 elétrons, há a partilha de elétrons entre os vários elementos, passando a pertencer simultaneamente aos átomos que intervêm na ligação.

ex.: H_2O , H_2 , ...

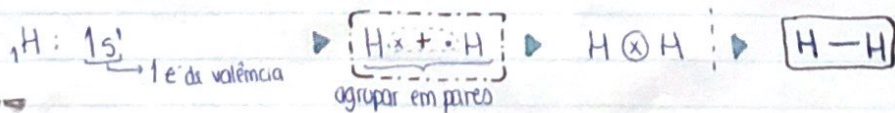
③ **metálica**: os elétrons de valência são partilhados entre todos os átomos, e, sendo poucos, só a partilha de elétrons não seria suficiente para adquirirem configuração de gás nobre. Ficam deslocalizados e livres, formam um "mar de elétrons livres", movimentando-se aleatoriamente. Por isso, têm boa condutividade de energia elétrica os metais.

ex.: ferro, alumínio, ...

LIGAÇÃO covalente

Notação de Lewis → cada átomo representado pelo símbolo químico do elemento a que corresponde rodeado por • ou x por cada elétron de valência do átomo desse elemento.

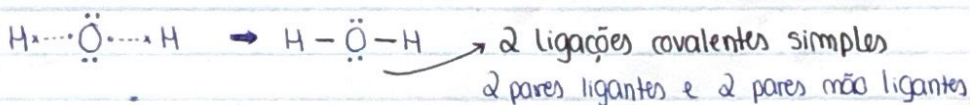
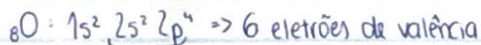
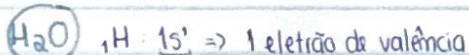
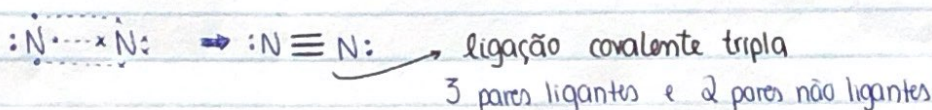
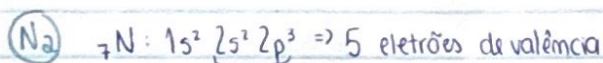
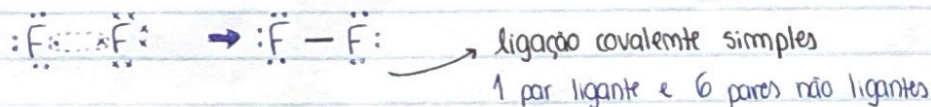
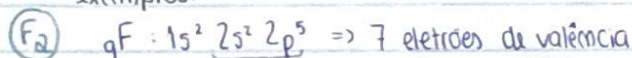
exemplo: hidrogénio (H_2)



Ordem de ligação:

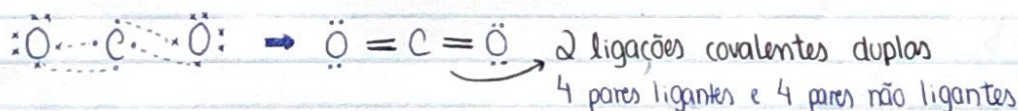
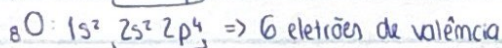
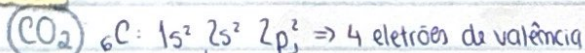
- 1 par de elétrons ligantes → ligação covalente simples
- 2 pares de elétrons ligantes → ligação covalente dupla
- 3 pares de elétrons ligantes → ligação covalente tripla

exemplos:



NOTA:

Onde entrar o hidrogênio (H) na ligação, há sempre uma ligação covalente simples.



GEOMETRIA MOLECULAR

→ arranjo tridimensional dos átomos numa molécula
→ pares ligantes e não ligantes de elétrons
zonas com elevada densidade eletrônica

- 2 átomos: linear
- 3 átomos: linear → não existem pares não ligantes no átomo central
angular → existem pares não ligantes no átomo central
- 4 átomos: triangular plana → não existem pares não ligantes no átomo central
piramidal trigonal → existem pares não ligantes no átomo central
- 5 átomos: tetraédrica

ângulo de equilíbrio • ângulo de ligação

entre as direções das ligações covalentes de um átomo com outros dois a ele ligados

NOTA:

As moléculas "escolhem" a geometria que minimiza as repulsões entre pares de elétrons, o que reduz a sua energia, tornando-a mais estável.

MRPEV

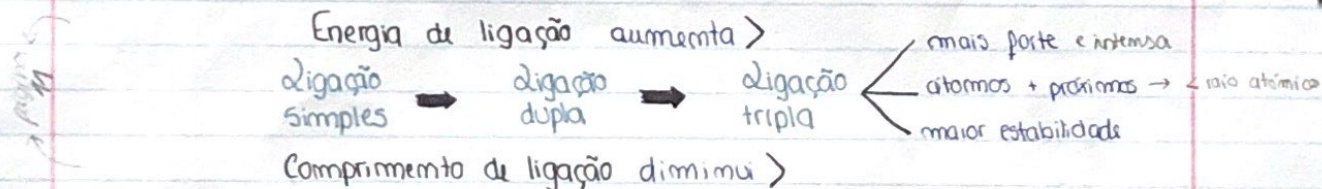
modelo de repulsão dos pares de elétrons de valência

• Se a molécula tiver apenas pares ligantes no átomo central, só essa repulsão terá de ser minimizada.

• Se a molécula tiver pares ligantes e mão ligantes no átomo central, deve considerar-se 3 tipos de forças repulsivas:

repulsão entre pares mão ligantes > repulsão entre pares ligantes e não ligantes > repulsão entre pares ligantes
maior *menor*

Os pares mão ligantes repelem mais os pares ligantes, fazendo-os afastar.



Quanto maior o raio atômico dos átomos de moléculas com a mesma ordem de ligação, maior o comprimmento de ligação e menor a energia de ligação

POLARIDADE

Distribuições de carga elétrica irregulares

desequilíbrio entre cargas elétricas

MOLECULA POLAR

moléculas diatômicas homonucleares (iguais)

ligação apolar

ex: H_2, O_2, N_2

polo negativo
acumulação de elétrons

polo positivo
deficiência de elétrons

Sem polaridade → moléculas apolares

moléculas diatômicas heteronucleares (diferentes)

ligação polar

têm sempre polaridade $\Rightarrow$ moléculas polares

ex: HF, HCl, ClF...

- As moléculas com geometria angular (AX_2) e geometria piramidal trigonal (AX_3) são polares.

- As moléculas com geometria linear (AX_2), geometria triangular plana (AX_3) e geometria tetraédrica (AX_4) são apolares.

Se os átomos à volta forem todos iguais!! polaridade é compensada

NOTA:

Nas ligações polares, os elétrons partilhados não são atraídos de igual modo pelos átomos que participam na ligação. É por isso que há uma distribuição da densidade eletrónica assimétrica.

ligações polares distribuem-se simetricamente em torno do átomo central

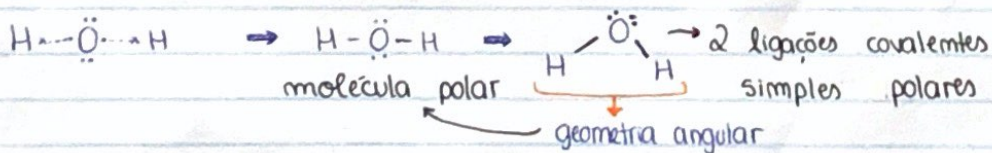
Quando os átomos em torno do átomo central não são iguais, não há compensação e as moléculas são polares.

exemplos:

(H₂O)

$1H: 1s^1 \Rightarrow 1$ elétron de valência

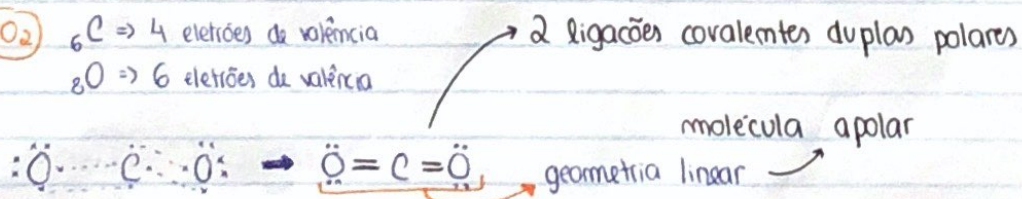
$8O: 1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6$ elétrons de valência



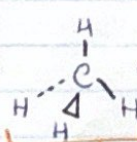
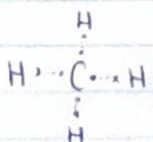
(CO₂)

$6C \Rightarrow 4$ elétrons de valência

$8O \Rightarrow 6$ elétrons de valência



(CH₄)



4 ligações covalentes simples polares

geometria tetraédrica

molécula apolar

ESTRUTURAS de moléculas orgânicas e biológicas

CARBONO
 forma muitos compostos
 ↳ 4 e⁻ de valência

compostos orgânicos
 ↳ moléculas orgânicas

parte fundamental da
 composição dos seres vivos

hidrocarbonetos

compostos orgânicos mais simples
 átomos de C e H

NOTA
 O ramo da química que estuda os compostos orgânicos chama-se química orgânica.

Saturados

Insaturados

alcenos

simples

alcenos

duplos

alcenos

triplos

ligação entre C

① energia de ligação aumenta

② comprimento de ligação diminui

ligação entre átomos de C mais forte

mais próximos (2)

maior energia necessária para quebrar a ligação (1)

exemplo:



Nome

cadeias de átomos de C

linear

ramificada

cíclica

metil-

metil-

ciclo-

nº de átomos de C

1

2

3

4

5

6

met-

et-

prop-

but-

pent-

hex-

7

8

9

10

11

12

hept-

oct-

non-

dec-

undec-

dodec-

grupo pertencente:

alceno

alceno

alceno

-210

-270

-170

1 ou 4 átomos de C

algarismo menor número, contando pelos

extremidades, onde se encontra a ligação dupla/tripla ou a ramificação

Fórmulas químicas: alceno linear ou ramificado - $C_n H_{2n+2}$;

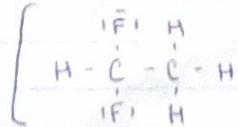
alceno = $C_n H_{2n}$; alceno = $C_n H_{2n-2}$

hidrocarbonetos em que um ou mais átomos de hidrogênio são substituídos por um átomo de um halogênio

haloalcenos

CFC → clorofluorcarbonetos (Cl e F)

fórmula de estrutura



1,1 - difluoretano

$\text{CHF}_2 - \text{CH}_3$

$\text{C}_2\text{H}_4\text{F}_2$

fórmula racional

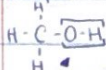
fórmula molecular

GRUPO FUNCIONAL

→ moléculas orgânicas com átomos substituídos por grupos funcionais

→ átomo ou grupo de átomos cuja presença na molécula determina as propriedades

exemplo:



grupo hidroxila ▶ grupo funcional -OH

nome ▶ termina em -ol

metanol (menor massa molar) → CH_3OH

alcoois

aldeídos

grupo funcional -CO ▶ grupo carbonila (na extremidade)

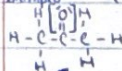
termina em -al ▶ nome

exemplo:



HCHO ← metanal

exemplo:



(no meio) grupo carbonila ▶ grupo funcional -CO

nome ▶ termina em -ona

propanona → $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ ou $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

cetonas

ácidos carboxílicos

grupo funcional -COOH ▶ grupo carboxila

termina em -oico ▶ nome

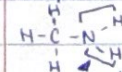
e começa em ácido ...

exemplo:



HCOOH ← ácido metanoico

exemplo:



metanamina → CH_3NH_2

grupos funcionais -N, -NH, -NH₂

nome ▶ termina em -amina

aminas

LIGAÇÕES intermoleculares

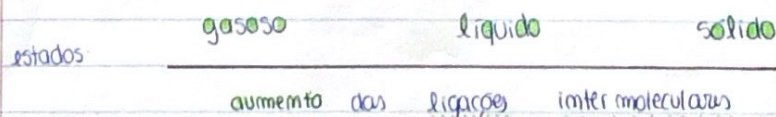
→ forças atrativas (natureza essencialmente eletrostática) que se estabelecem entre as moléculas, permitindo a formação de líquidos e sólidos, por exemplo.

→ mantêm coesas as moléculas que constituem uma dada substância

→ forças intermoleculares são menos intensas do que as forças intramoleculares

mantêm os átomos de uma molécula unidos

(ver página 19)



NOTA:
Essas interações só ocorrem com misturas de duas ou mais substâncias.

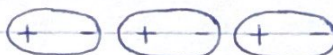
LIGAÇÕES DE

Van der Waals

forças intermoleculares que se estabelecem entre moléculas

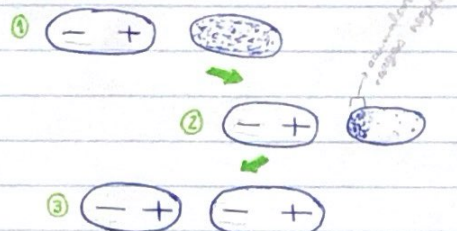
① Ligações entre moléculas polares → dipolo permanente - dipolo permanente

molécula polar → densidade eletrônica assimétrica
atração eletrostática entre polos de sinais opostos



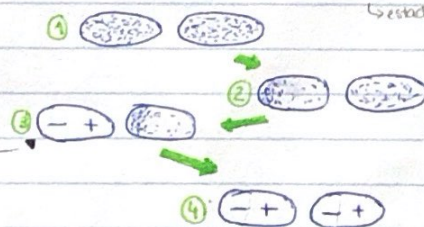
② Ligações entre moléculas polares e apolares → dipolo permanente - dipolo induzido

aproximação de molécula polar e apolar
deslocação da carga elétrica na molécula apolar
forças de atração e/ou repulsão
elétrons aproximam-se do polo positivo da outra molécula (acumulação de elétrons)
distribuição de carga assimétrica
dipolo induzido



③ Ligações entre moléculas apolares → dipolo instantâneo - dipolo induzido

molécula apolar → elétrons movem-se livremente
espontaneamente, há uma maior concentração de elétrons numa zona
dipolo instantâneo
induz dipolos nas moléculas apolares vizinhas, como em ②
dipolo induzido



Forças de London
↳ estado gasoso

Ligações entre moléculas polares ① mais forte do que as outras

↳ átomos de H com tendência a atrair elétrons

Regra NOF → nitrogênio (N), oxigênio (O), flúor (F)

Hidrogênio (H) → polo positivo = polo negativo

moléculas com maior polaridade

LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO

mais intensas!!

NOTA:

As forças de London estão sempre presentes, tanto nas moléculas polares como nas apolares. No entanto, só são predominantes entre moléculas apolares, com algumas exceções.

maior intensidade

intensidade

menor intensidade

- A intensidade das forças de London depende da deformabilidade das moléculas que dependem do tamanho e da forma da molécula.
- As moléculas com nuvens eletrônicas maiores são mais deformáveis.
- Quanto maior for a zona de contato das nuvens eletrônicas das moléculas, ^(mais elétrons) maior é a intensidade das forças que se fazem sentir.

maior probabilidade de ocorrência de dipolos permanentes

Substância	Ponto de ebulição (°C)
HF	20
HCl	-85
F ₂	-188

A temperatura a que uma substância muda de estado físico está diretamente relacionada com a intensidade das ligações intermoleculares que predominam entre

as suas moléculas. Neste caso, as ligações entre moléculas de HF estabelecem-se por ligações de hidrogênio, que são mais intensas que as ligações dipolo permanente-dipolo permanente que predominam entre moléculas de HCl. O ponto de ebulição mais baixo da substância F₂ justifica-se por apenas ocorrerem entre as suas moléculas forças de London.

GASES

dispersões

Avogadro

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, volumes iguais de quaisquer gases contêm o mesmo n° de moléculas.

$V_m(\text{PTN}) = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$

Em condições de pressão e temperatura normais (PTN), o volume de uma mole de qualquer gás é igual a $22,4 \text{ dm}^3$.

molar

$V = n \times V_m$

$V_m \rightarrow \text{dm}^3/\text{mol}$

volúmica

$m = n \times M$

$\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$

$\rho = \frac{m}{V}$

$V = n \times V_m \Leftrightarrow n = \frac{V}{V_m}$

$\rho = \frac{M}{V_m}$

DISPERSÕES

Suspensões

Colóides

Soluções

diluídas
 concentradas
 saturadas

SOLUÇÕES

→ misturas homogêneas, em que o tamanho das moléculas dispersas é inferior a 1 nm ($1 \times 10^{-9}\text{ m}$)

↳ 1 solvente e 1 ou mais solutos

• NOTA:

O solvente está no mesmo estado físico que a solução.

exemplos:

gasosa → atmosfera

líquida → água salgada

sólida → ligas metálicas (bronze, aço, ...)

→ misturas aparentemente homogêneas, em que o tamanho das moléculas dispersas está entre 1 nm (10^{-9} m) e 1000 nm ($1\text{ }\mu\text{m}$)

→ não sedimentam nem podem ser filtrados

↳ 1 solvente e 1 ou mais solutos

COLÓIDES

exemplos:

gasosa → neblina

líquida → leite

sólida → vidro de rubi

EFEITO DE Tyndall

consiste na difusão de um feixe de luz nos colóides

SUSPENSÕES

→ misturas heterogêneas, em que o tamanho das moléculas dispersas é superior a $1\text{ }\mu\text{m}$ (10^{-6} m)

↳ partículas vão se depositando com a gravidade

• NOTA:

Quanto menor o tamanho da partícula e mais viscosa for a fase líquida, menor será a velocidade de sedimentação.

exemplos:

gasosa → smog

líquida → água turva

sólida → medicamentos

COMPOSIÇÃO DE SOLUÇÕES

• (+) diluída → (-) C

• (+) concentrada → (+) C

Concentração em massa:

↳ g/dm^3 ou g/cm^3

$$C_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}}$$

Concentração:

↳ mol/dm^3

$$C = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$C_m = C \times M \quad \text{ou} \quad C = \frac{C_m}{M}$$

Porcentagem em massa:

$$\left[\% (m/m) = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \times 100 \% \right]$$

massa do soluto que
existe em 100 g da solução

$$\left[\text{ppm}_M = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \times 10^6 \text{ ppm} \right]$$

① exemplo: $\% (m/m) \rightarrow \text{ppm}_M$

$$\text{ppm}_M = \frac{\% (m/m)}{100} \times 10^6 \Leftrightarrow \text{ppm}_M = \% (m/m) \times 10^4$$

② exemplo: $\text{ppm}_M \rightarrow \% (m/m)$

$$\% (m/m) = \frac{\text{ppm}_M}{10^6} \times 100 \Leftrightarrow \% (m/m) = \text{ppm}_M \times 10^{-4}$$

Porcentagem em volume:

$$\left[\% (v/v) = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \times 100 \% \right]$$

$$\left[\text{ppm}_V = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \times 10^6 \text{ ppm} \right]$$

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

solução diluída

adiciona-se solvente
à mesma quantidade de soluto
→ menor concentração

Fator de diluição

$$f = \frac{C_{\text{inicial}}}{C_{\text{final}}} \quad \text{ou} \quad f = \frac{V_{\text{final}}}{V_{\text{inicial}}}$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$C = \frac{\% V/V}{100 \times V_{\text{me}}}$$